

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ПРИКАРПАТСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
імені ВАСИЛЯ СТЕФАНІКА  
КАФЕДРА НЕОРГАНІЧНОЇ ТА ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ**

**Татарчук Т.Р.**

**ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ІЗ ЗАДАНОЮ  
КОНЦЕНТРАЦІЄЮ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ.  
ТИТРИМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ**

**Методичні вказівки та інструкція  
до лабораторної роботи**



**Івано-Франківськ  
2013**

УДК 546  
ББК 24.1

*Рекомендовано до друку Вченою радою Інституту природничих наук  
(протокол № 3 від 26 листопада 2013 р.)*

***Рецензенти:***

**Сіренко Г.О.** – доктор технічних наук, професор, завідувач кафедри неорганічної та фізичної хімії Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника.

**Мельник М.В.** – доцент кафедри біологічної та медичної хімії з курсом фізколоїдної та біоорганічної хімії Івано-Франківського національного медичного університету, кандидат хімічних наук;

**Татарчук Т.Р. Приготування розчинів із заданою концентрацією розчиненої речовини. Титриметричний аналіз: Методичні вказівки та інструкція до лабораторної роботи.** – Івано-Франківськ, 2013. – 30 с.

У навчальному посібнику наведено методи визначення концентрацій речовин у розчинах, описано методики вимірювання густини розчину за допомогою ареометра, приготування розчинів із фіксаналів, приготування розчинів із заданою концентрацією розчиненої речовини. Вкінці наведено перелік контрольних запитань, який дозволить перевірити рівень знань студента.

Посібник призначений для підготовки студентів природничих спеціальностей.

УДК 546  
ББК 24.1

©Татарчук Т.Р., 2013

**Мета роботи:** навчитися готувати розчини різної концентрації із твердих речовин та більш концентрованих розчинів; оволодіти методикою денсиметрії і кислотно-основного титрування.

**Обладнання та реактиви:** бюретка на 25 мл, лійка, мірні колби на 50 і 100 мл, піпетки на 10 мл і 2 мл, колби конічні для титрування, колба для зливу, гумова груша, ареометр; наважки солей, розчин HCl 0,1 н, NaOH (сухий), розчин метилоранжу  $w = 0,1\%$  в крапельниці.

## ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Розчини відіграють величезну роль в житті і практичній діяльності людини. Усі найважливіші біологічні системи (цитоплазма, кров, лімфа, слина тощо) є водними розчинами солей, білків, вуглеводів, ліпідів. Засвоєння їжі, транспорт метаболітів, більшість біохімічних реакцій в живих організмах протікають в розчинах. Виробництва, в основі яких лежать хімічні процеси, зазвичай також пов'язані з використанням розчинів. Вони застосовуються, наприклад, в технології отримання напівпровідникових і провідникових приладів, в очищенні речовин, в гальванічних процесах отримання та очищення металів, при травленні металів і напівпровідників і т. д. У практиці знаходять застосування як водні, так і неводні розчини.

Розчин – це багатокомпонентна гомогенна система, в якій одна речовина розподілена в середовищі іншої чи інших речовин. Розчини бувають газоподібні, рідкі та тверді. Найчастіше доводиться працювати із рідкими розчинами. Компоненти рідкого розчину поділяють на розчинник і розчинену речовину. Цей поділ умовний. Якщо тверда речовина розчинена в рідині, то розчинником вважають рідину. При утворенні розчину із двох рідин розчинником вважають часто ту із них, якої взято більше.

Розчинником прийнято вважати компонент, агрегатний стан якого відповідає агрегатним станом розчину, всі інші компоненти називають розчиненими речовинами. Найбільше практичне значення мають водні розчини, в яких розчинником служить вода.

Розчини можуть бути:

- **ненасиченими**
- **насиченими** (це такі, в яких тверда фаза знаходиться в рівновазі з розчиненою речовиною)
- **пересиченими** ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{N}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ). Вони утворюють насичені розчини, які зберігають свою надлишкову концентрацію при обережному охолодженні при відсутності осаду. Явище утворення

пересичених розчинів біло відкрите ще у 18 ст Т.Ловіцем. Такі розчини є нестійкі і легко руйнуються при попаданні затравки (пороху, кристалика речовини і т.д.).

#### **Особливості розчинності речовин:**

- з підвищенням температури **розчинність газів** у воді зменшується (процес розчинення газів - екзотермічний процес), а з підвищенням тиску – збільшується. Кип'ятінням розчину здебільшого можна позбутися розчинених у воді газів ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ).
- при **розчиненні рідин** одна в одній спостерігаються три випадки:
  - а) рідини змішуються в необмежених кількостях (полярні: спирт-спирт, спирт-вода, неполярні: бензол-толуол);
  - б) повністю нерозчинні одна в одній рідини (полярна+неполярна: бензол-вода);
  - в) обмежено розчинні рідини (ефір-вода, фенол-вода).

При збільшенні температури в останньому випадку розчинність зростає. Температура при якій обмежено розчинні рідини повністю розчиняються, називається **критичною**.

- **тверді речовини** по розчинності діляться на

- а) добре розчинні (якщо розчинність більше 10 г на 100 г розчинника)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- б) малорозчинні (якщо розчинність менше 10 г але більше 1 г на 100 г розчинника)  $\text{CaSO}_4$ ;
- в) практично нерозчинні (якщо в 100 г розчинника розчиняється менше 1 г речовини)  $\text{AgCl}$  0,00019 г/ 100 г води при  $20^\circ\text{C}$ .

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини або часткою розчиненої речовини. **Концентрація розчину** – це кількість розчиненої речовини, яка міститься в певній масовій кількості або певному об'ємі розчину або розчинника.

Залежно від вмісту розчиненої речовини розчини досить умовно поділяють на **концентровані** та **розбавлені**. Розчин вважається концентрованим, якщо маса розчиненої речовини в ньому складає більш ніж 40-50% від маси всього розчину. В розбавленому розчині вміст розчиненої речовини значно менший. Проте такі способи вираження концентрації є досить грубими і наближеними, тому на практиці користуються більш точними способами вираження концентрації.

На практиці для кількісної оцінки вмісту розчиненої речовини найчастіше використовують такі **способи вираження концентрації розчинів**: масова частка розчиненої речовини (або процентна концентрація), молярна концентрація, нормальна концентрація, титр, тощо.

**Масова частка розчиненої речовини  $\omega$**  – це безрозмірна величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину. Масову частку на практиці виражають в долях одиниці або у відсотках (%). Наприклад, масова частка розчиненої речовини – хлориду кальцію у воді дорівнює 0,1 або 10% ( $0,1 \cdot 100\% = 10\%$ ). Це означає, що в розчині масою 100 г міститься 10 г  $\text{CaCl}_2$  і 90 г води.

Масову частку розчиненої речовини  $\omega$  можна обчислити за формулою

$$\omega = m_{\text{р.р.}} \cdot 100\% / m_{\text{розчину}} = m_{\text{р.р.}} \cdot 100\% / (m_{\text{р.р.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) = m_{\text{р.р.}} \cdot 100\% / V \cdot \rho,$$

де  $m_{\text{р.р.}}$  – маса розчиненої речовини, г;  $m$  – маса розчину, г.

Якщо даний об'єм розчину, то його масу можна обчислити за допомогою густини  $\rho$ :

$$\rho = m/V \text{ (г/мл); } m_{\text{розчину}} = V \cdot \rho.$$

Приклад 1. Яку масу хлориду натрію  $m(\text{NaCl})$  і води  $m(\text{H}_2\text{O})$  необхідно взяти, щоб приготувати  $m_{\text{розчину}} = 500 \text{ г}$  з масовою концентрацією  $\omega = 2\%$ ?

Розв'язання. Обчислюємо за формулою:

$$\begin{aligned} \omega &= m_{\text{р.р.}} \cdot 100\% / (m_{\text{р.р.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}). \\ \omega &= m_{\text{NaCl}} \cdot 100\% / m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}}; \quad 2 = x \cdot 100 / 500; \\ x &= 2 \cdot 500 / 100 = 10 \text{ г NaCl.} \\ m(\text{H}_2\text{O}) &= 500 \text{ г} - 10 \text{ г} = 490 \text{ г.} \end{aligned}$$

Для приготування 500 г 2%-го розчину необхідно взяти 10 г солі і розчинити в 490 г (або 490 мл) води.

Якщо змішують два розчини з різною масовою часткою, нову концентрацію можна знайти за формулою  $m_1\omega_1 + m_2\omega_2 = (m_1 + m_2)\omega_3$ ; де  $m_1, m_2$  – маси розчинів;  $\omega_1, \omega_2$  – масові концентрації. При розбавленні першого розчину водою концентрація води  $\omega_2$  дорівнює нулю, і формула має вигляд:

$$\begin{aligned} m_1 \cdot \omega_1 + m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 0 &= (m_1 + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot \omega_3; \\ m_1 \omega_1 &= (m_1 + m_2) \cdot \omega_3. \end{aligned}$$

Приклад 3. Змішали 200 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою  $\omega_1 (\text{H}_2\text{SO}_4) = 10\%$  і 300 г розчину з масовою часткою  $\omega_2 (\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\%$ . Якою стала масова частка кислоти в розчині?

Розв'язання. За формулою змішування  $m_1 \omega_1 + m_2 \omega_2 = (m_1 + m_2)\omega_3$ , знаходимо концентрацію сульфатної кислоти після змішування

$$200\text{г} \cdot 10\% + 300\text{г} \cdot 40\% = (200\text{г} + 300\text{г}) \cdot \omega_3;$$

$$2000 + 12000 = 500 \cdot \omega_3 ;$$

$$14000 = 500 \omega_3 ;$$

$$\omega_3 = 14000 / 500 = 28\% .$$

Масова частка кислоти в одержаному розчині дорівнює 28%.

Приклад 4. Яку масу води необхідно додати до 20 кг розчину сульфатної кислоти з масовою часткою  $H_2SO_4$  40%, щоб одержати розчин з масовою часткою 25%?

Розв'язання. За формулою змішування розчину з водою:

$$m_1 \omega_1 = (m_1 + m_{H_2O})\omega_3, \text{ - знаходимо:}$$

$$20 \text{ кг} \cdot 40\% = (20 \text{ кг} + x) 25\% ;$$

$$800 = 500 + 25 x;$$

$$25x = 300 ;$$

$$x = 12 \text{ кг} .$$

До розчину необхідно додати 12 кг (або літрів) води.

Приклад 5. До розчину об'ємом 1 л з масовою часткою  $HNO_3$  60% і густиною 1,31 г/мл долили 700 мл води. Яка масова частка кислоти в одержаному розчині?

Розв'язання. В цьому прикладі дана не маса (m), а об'єм розчину (V), тому для розв'язання необхідно перевести об'єм в масу за формулою

$$m_{\text{розчину}} = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,31 \text{ г/мл} = 1310 \text{ г розчину кислоти} .$$

За формулою змішування знаходимо масову частку кислоти в розчині після змішування  $m_1 \cdot \omega_1 = (m_1 + m_{H_2O}) \cdot \omega_3 ;$

$$1310 \text{ г} \cdot 60\% = (1310 \text{ г} + 700 \text{ г})\omega_3 ;$$

$$\omega_3 = 78600 \text{ г} / 2010 \text{ г} = 39,1\% \text{ HNO}_3$$

**Молярна концентрація** розчиненої речовини – це фізична величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Одиниці вимірювання: моль/л, моль/м<sup>3</sup>. (або число моль розчиненої речовини в 1 літрі (1000 мл) розчину)

$$C(x) = \frac{v(x)}{V} ,$$

де  $C(x)$  – молярна концентрація речовини (x);  $V$  – об'єм розчину,  $v(x)$  – кількість моль речовини (x), що міститься в розчині ( $v = m/M$ , де  $m$  – маса речовини,  $M$  – молярна маса речовини).

Молярність позначається літерою  $M$ . Наприклад, 1,0  $M$  (KCl) – одномолярний розчин хлориду калію. В одному літрі такого розчину міститься 1,0 моль або 74,5 г KCl ( $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ г/моль}$ )

Приклад 6. Яка кількість моль сульфатної кислоти міститься в 4 літрах 0,25 М розчину?

Розв'язання. За формулою:  $C_M = v / V$ , - знаходимо кількість моль  $v$  :  
 $v = C_M \cdot V = 0,25 \text{ моль/л} \cdot 4 \text{ л} = 1,0 \text{ моль (H}_2\text{SO}_4)$

Приклад 7. У воді розчинили 8 г гідроксиду натрію. Об'єм розчину довели до 500 мл. Знайти молярну концентрацію NaOH в розчині.  
 $M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$ .

Розв'язання. За формулою:  $C_M = m \cdot 1000 / M \cdot V$ , - знаходимо молярну концентрацію:  
 $C_M = 8 \text{ г} \cdot 1000 \text{ мл} / 40 \text{ г/моль} \cdot 500 \text{ мл} = 0,4 \text{ моль/л ( або } = 0,4 \text{ М)}$ .

Якщо необхідно перейти від молярної концентрації до масової або навпаки, можна застосувати таку формулу:

$$C_M = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M ,$$

де  $\omega$  - масова частка розчиненої речовини, %;

$\rho$  - густина розчину з масовою концентрацією  $\omega$ ;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини.

Приклад 9. Яка молярна концентрація 14,6 %-го розчину фосфатної кислоти з густиною 1,08 г/мл?  $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ .

Розв'язання. Для обчислення молярної концентрації використаємо формулу

$$C_M = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M;$$

$$C_M = 14,6 \cdot 1,08 \cdot 10 / 98 = 1,6 \text{ моль/л (1,6М)}.$$

**Нормальна концентрація  $N$ , н.** (або молярна концентрація еквівалента) – це фізична величина, що визначається числом моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. Одиниці вимірювання: моль-екв/л, кмоль-екв/м<sup>3</sup>.

**Еквівалентом** називається така реальна або умовна частка речовини, яка в реакціях може заміщувати, приєднувати або вивільняти 1 моль ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) атомів або іонів водню.

Розчин, в 1 л якого міститься, наприклад, 2 моль-еквівалента речовини буде 2 нормальним (позначається 2 н.); 1 н. розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  містить 1 моль-еквівалент  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , тобто  $98/2 = 49$  (г) сірчаної кислоти в 1 л розчину.

Але молярна і нормальна концентрації залежать від температури розчину, так як при зміні температури змінюється і об'єм розчину. Тому при застосуванні розчину в неізотермічних умовах краще

використовувати для позначення його концентрації **молярність** – відношення кількості речовини в молях до маси розчинника (моль/кг).

Часто в аналітичній хімії використовують такий вираз концентрації як титр. **Титр** (*T*) показує кількість грамів розчиненої речовини, яка міститься в 1 мл розчину. Одиниця вимірювання: г/мл. (*не плутати з густиною!*). Титровані розчини (або стандартні) – це розчини з точно відомим вмістом речовини. Без таких розчинів просто неможливо уявити проведення хімічного аналізу.

## МЕТОДИ ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЙ РЕЧОВИН У РОЗЧИНАХ

**Метод денсиметрії** - вимірювання густини розчину ареометром. Ареометр представляє поплавець з дробом або ртуттю і вузьким відростком - трубкою, в якій знаходиться шкала з поділками. Він занурюється в різних рідинах на різну глибину. При цьому він витісняє об'єми цих рідин однієї і тієї ж маси, рівній масі ареометра, а отже, обернено пропорційні їх густині. Та поділка шкали, до якої ареометр занурюється в рідину, показує густину цієї рідини.



**Титрування** – процес визначення концентрацій розчинених речовин (досліджуваних розчинів) за допомогою титрованих розчинів (розчинів відомої концентрації). Метод титрування базується на вимірюванні об'ємів розчинів речовин, які вступають у реакцію. Титрування проводять до встановлення точки еквівалентності, тобто до моменту, коли до розчину певної речовини буде додана еквівалентна кількість другої речовини у відповідності із рівнянням реакції. Для встановлення точки еквівалентності користуються індикаторами – «показниками» кінця титрування.



### Вимірювання густини розчину за допомогою ареометра

Між густиною розчину та концентрацією розчиненої речовини існує безпосередня залежність. Для кислот, розчинних основ та солей, які часто



використовуються, така залежність встановлена і наводиться у довідниках у вигляді таблиць.

**Густиною розчину** називається маса одиниці його об'єму при досліджуваній температурі. Густина розчину закономірно змінюється при зміні його концентрації. Визначення густини найпростіше провести за допомогою ареометра (рис. ....) Для точних вимірювань використовують набір ареометрів, кожен з яких призначений для вузького інтервалу вимірювань густини.

**Ареометр** являє собою виготовлену у вигляді поплавка скляну посудину зі шкалою, яка градуйована в одиницях густини ( $\text{кг}/\text{м}^3$ ) (рис. 1).

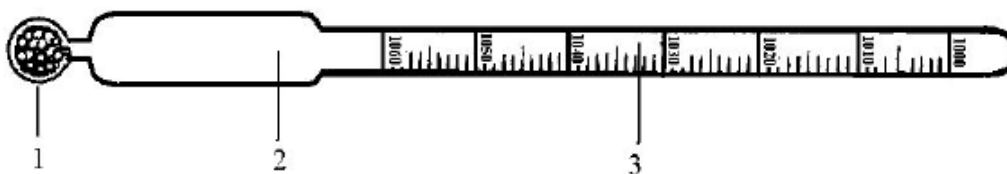


Рис 1. Ареометр (1 – свинцевий дріб, залитий смолистою речовиною; 2 – скляна ампула; 3 – шкала)

Ареометр заздалегідь калібрують, тому його шкала дозволяє безпосередньо відраховувати густину. Кожен ареометр призначений для рідин, густина яких лежить в певних межах, тому при виборі ареометра треба дізнатися орієнтовно густину даного розчину. Досліджуваний розчин наливають у скляний циліндр. Обережно, занурюючи в нього почергово ареометри, підбирають такий з них, при якому рівень рідини знаходиться в межах його шкали. При цьому ареометр не повинен дотикатись до стінок циліндра. За допомогою ареометрів густину рідини визначають з точністю до третього десяткового знаку. Більш точно концентрація розчиненої речовини визначається методами аналітичної хімії.

### Виконання:

- 1) Для визначення густини розчину слід сухий і чистий циліндр заповнити на  $\frac{3}{4}$  випробуваним розчином і опустити в нього ареометр. Спочатку треба опустити ареометр, шкала якого має найменше значення густини. Якщо шкала його не занурюється в розчин, то ареометр вийняти, промити водою, просушити фільтрувальним папером і поставити на місце. Замінити його наступним з набору і так до тих пір, поки ареометр не зануриться на таку глибину, що рівень рідини в циліндрі опиниться в межах шкали ареометра. Ареометр не повинен торкатись стінок циліндра. Показання шкали

ареометра слід визначити по нижньому меніску для прозорої рідини і по верхньому для непрозорої рідини.

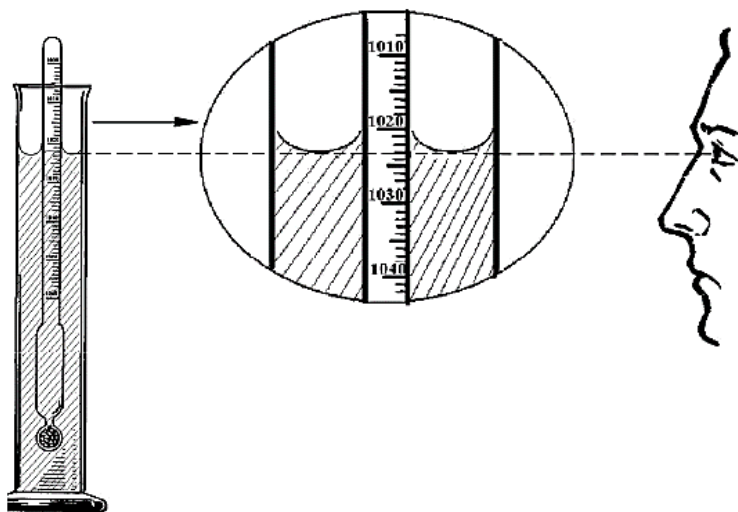


Рис 2. Вимірювання густини розчину ареометром  
(шукане значення густини рівне  $1,023 \text{ г/см}^3$ ).

- 2) Після того, як коливання ареометра зупиняться, визначіть значення густини, яке відповідає нижньому меніску розчину, проводячи відлік по шкалі ареометра зверху вниз. Запишіть у звіт знайдене значення. Після цього акуратно дістаньте ареометр із розчину, промийте протічною водою, витріть досуха фільтрувальним папером і помістіть у футляр.
- 3) Запишіть знайдене значення густини у звіт. Використовуючи довідникову таблицю 1, визначте масову частку кислоти, яка відповідає знайденому значенню густини.

Якщо в таблиці немає значення густини, яке співпадає із знайденим, то шукану масову частку речовини знаходять методом інтерполяції. Для цього використовують 2 найближчих табличних значення густини, одне з яких більше, а друге менше знайденого значення. (При цьому допускається, що у вибраному інтервалі значень густини залежність масової частки речовини від густини розчину є лінійною). Розглянемо конкретний приклад.

**Густина розчинів деяких кислот, лугів і амоніаку при 20 ° С (г/мл).**

ω, %	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	KOH	NaOH	NH <sub>3</sub>
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,286	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
60	1,503	1,373			1,643	
64	1,547	1,394				
68	1,594	1,412				
72	1,640	1,429				
76	1,687	1,445				
80	1,732	1,460				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
92	1,830	1,496				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

**Густина водних розчинів деяких солей при 20°C (г/мл).**

NaCl		CuSO <sub>4</sub>		KCl		MgCl <sub>2</sub>		MgSO <sub>4</sub>	
ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл
1	1,005	1	1,009	1	1,004	2	1,051	2	1,018
2	1,012	2	1,019	2	1,011	8	1,065	4	1,039
4	1,027	4	1,040	4	1,023	14	1,119	6	1,060
6	1,041	6	1,062	6	1,036	20	1,175	8	1,081
8	1,056	8	1,084	8	1,050	26	1,235	10	1,103
10	1,071	10	1,107	10	1,063	32	1,297	12	1,125
12	1,086	12	1,131	12	1,076			14	1,148
14	1,101	14	1,155	14	1,090			16	1,171
16	1,116	16	1,180	16	1,104			18	1,195
18	1,132	18	1,206	18	1,118			20	1,219
20	1,148			20	1,132			22	1,245
22	1,164			22	1,147			24	1,270
24	1,180			24	1,162			26	1,296

MnCl <sub>2</sub>		MnSO <sub>4</sub>		Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		Ni(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>		CaCl <sub>2</sub>	
ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл	ω,%	ρ, г/мл
1	1,006	1	1,009	0,2	1,000	1	1,007	1	1,007
2	1,015	2	1,019	2,1	1,020	2	1,016	2	1,015
4	1,032	4	1,038	4	1,040	4	1,033	4	1,031
6	1,049	6	1,059	6	1,060	6	1,051	6	1,049
8	1,067	8	1,081	7,9	1,080	10	1,088	8	1,066
10	1,086	10	1,102	9,8	1,100	12	1,108	10	1,083
12	1,104	12	1,125	11,6	1,120	14	1,128	12	1,102
14	1,123	14	1,148	13,5	1,140	16	1,148	14	1,120
16	1,143	16	1,171	15,2	1,160	18	1,169	16	1,139
18	1,163	18	1,196	16,9	1,180	20	1,191	18	1,158
20	1,184	20	1,220	17,7	1,190	25	1,249	20	1,177
22	1,206	22	1,246			30	1,311	25	1,228
24	1,251	24	1,272					28	1,260

4)

Приклад. Визначимо за допомогою довідникової таблиці масову частку сульфатної кислоти в розчині з густиною, рівною  $1,200 \text{ г/см}^3$ , якщо в таблиці приведені значення густини, рівні  $1,190 \text{ г/см}^3$  і  $1,205 \text{ г/см}^3$ , яким відповідають масові частки кислоти 26% і 28%.

Розв'язок:

а) Знаходимо різницю між більшим і меншим табличним значеннями густини, які є найближчими до значення  $1,200 \text{ г/см}^3$ :

$$\Delta\rho = \rho_{(\text{більш})} - \rho_{(\text{менш})} = 1,205 - 1,190 = 0,015.$$

б) Знаходимо різницю між табличними значеннями масових часток кислоти, які відповідають даним значенням густини:

$$\Delta w = w_{(\text{більш})} - w_{(\text{менш})} = 28\% - 26\% = 2\%.$$

в) Знаходимо різницю між вимірним значенням густини і меншим її табличним значенням:

$$\Delta\rho_1 = \rho_{(\text{вим})} - \rho_{(\text{менш})} = 1,200 - 1,190 = 0,010.$$

г) Складемо пропорцію і знаходимо значення  $\Delta w_1$ , яке відповідає знайденому значенню  $\Delta\rho_1$ :

$$\text{якщо } \Delta\rho = 0,015, \text{ то } \Delta w = 2\%,$$

$$\text{якщо } \Delta\rho_1 = 0,010, \text{ то } \Delta w_1 = x\%,$$

$$\text{звідки } x = 1,3\%.$$

д) Знаходимо шукане значення масової частки кислоти, додавши знайденне  $\Delta w_1$  до меншого табличного значення масової частки:

$$w_{(\text{к-ти})} = 26\% + 1,3\% = 27,3\%.$$

## **ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ**

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами :

- з фіксаналів ;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину ;
- розведенням концентрованих розчинів.

Для точного вимірювання об'ємів розчинів користуються піпетками, мірними колбами і бюретками.

**Піпетка** (мал. 9) являє собою скляну трубку з розширенням в середній частині і міткою у верхній частині; нижня частина піпетки закінчується витягнутим кінчиком.

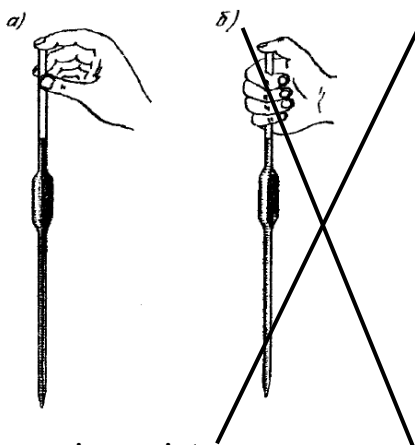


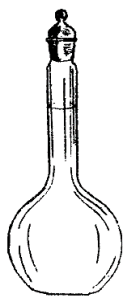
Рис. 3. Положення рук на піпетці (а – правильне, б – неправильне)

На розширеній частині піпетки вказується її робочий об'єм і температура, при якій проводилося калібрування піпетки.

Щоб наповнити піпетку, треба втягнути в неї гумовою грушею рідину вище мітки і швидко закрити вказівним (не великим!) пальцем правої руки її верхній отвір .

Вийнявши кінець піпетки з розчину , і тримаючи її над ним вертикально, встановити око на однаковому рівні з міткою піпетки. Обережним рухом вказівного пальця дати рідині витікати з піпетки до тих пір, поки нижній край її меніска не опуститься до мітки; в цей момент слід швидко притиснути палець до отвору піпетки. Після витікання розчину з піпетки в її кінчику зазвичай залишається крапля рідини, яку видаляють торкнувшись кінчиком піпетки стінки посудини.

**Мірна колба** (рис. 4) служить для приготування розчинів строго певної концентрації або для їх розведення. На горлі колби є мітка, на самій колбі вказаний її об'єм і температура, за якої проводилося градування.



Відлік рівня рідини в мірній колбі проводиться по нижньому краю меніска , що збігається з міткою на горлі колби . Для перемішування розчину колбу щільно закривають корком, перевертають догори дном і, тримаючи однією рукою за круглу частину, а іншою - за корок, кілька разів сильно струшують.

Рис. 4. Мірна колба

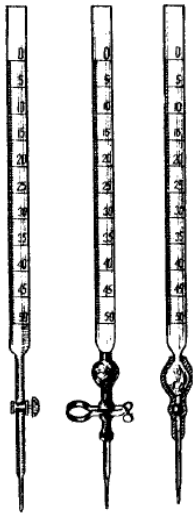


Рис. 5. Бюретки

**Бюретка** (рис. 5) являє собою градуйовану трубку з краном внизу. Кран часто замінюють шматочком гумової трубки зі скляною кулькою (слізкою) всередині.

При стисканні пальцями трубки в тому місці, де знаходиться слізка утворюється складка і створюється канал, через який може проходити рідина. «Носик» бюретки завжди повинен бути заповнений рідиною. Якщо в ньому є бульбашка повітря, її слід видалити, піднімаючи носик вгору і натискаючи на кульку.

На початку роботи рівень рідини в бюретці встановлюють біля нульової поділки. Відлік показів ведуть по нижньому краю меніска, око при цьому тримають на рівні рідини.

## ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ІЗ ФІКСАНАЛІВ

Для приготування точних розчинів різних речовин (кислот, лугів, солей) зручно застосовувати фіксанали.

**Фіксанал (стандарт-титр)** - це заздалегідь приготована і запаяна в скляній ампулі точно зважена кількість реактиву необхідна для приготування  $1 \text{ дм}^3$  розчину з молярною концентрацією еквівалента  $0,1$  або  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

Фіксанали зберігають у коробках, що містять зазвичай 10 ампул. На кожній ампулі є напис, який вказує, яка речовина або розчин знаходиться в ампулі і кількість речовини ( $0,1$  або  $0,01 \text{ г/моль}$ ).

Розчини, приготовлені з фіксаналів, можна використовувати в як стандартні. Розчини, приготовлені іншими способами, не дають такої точності, оскільки багато речовин, з яких готують розчини, не є хімічно чистими. Наприклад, сульфатна кислота завжди містить воду, гідроксид натрію - гігроскопічну воду і натрій карбонат внаслідок поглинання  $\text{CO}_2$  з повітря і т. д.

Для приготування точного розчину (рис. 6) спочатку теплою водою змивають напис на ампулі, і добре обтирають її. У мірну колбу місткістю  $1 \text{ дм}^3$  вставляють спеціальну лійку з вкладеним в неї скляним бойком (зазвичай додається до кожної коробки фіксаналів) гострий кінець якого повинен бути повернутий догори. Якщо спеціальної лійки немає, можна користуватися звичайною хімічною лійкою, вставивши в неї скляний

бойок. Коли бойок буде правильно укладений у лійці, ампулі з фіксаналом дають вільно падати так, щоб тонке дно ампули розбилося при ударі об гострий кінець бойка. Після цього пробивають поглиблення ампули зверху і дають вмісту витекти. Потім, не змінюючи положення ампули, її ретельно промивають дистильованою водою з промивалки. Для промивання рекомендується використати не менш ніж шестиразову (по місткості ампули) кількість води. Промивши ампулу, її забирають, а розчин доливають до мітки дистильованою водою, закривають колбу пробкою і струшують.

Крім рідких фіксаналів, є і сухі. При приготуванні з них розчинів ампулу струшують так само, як описано вище. Потрібно лише подбати про те, щоб лійка була зовсім суха. Коли ампула буде розбита, весь її вміст обережним струшуванням висипають в колбу, ампулу промивають дистильованою водою.

Фіксанали рекомендується застосовувати у всіх випадках, коли потрібно приготувати точний розчин. Лужні фіксанали придатні тільки протягом певного терміну. Дуже старі (2-3-річної давності) лужні фіксанали можуть виявитися вже неточними в результаті забруднення продуктами вилуговування скла. Решта препаратів, особливо сухі, можуть зберігатися невизначено довгий термін.

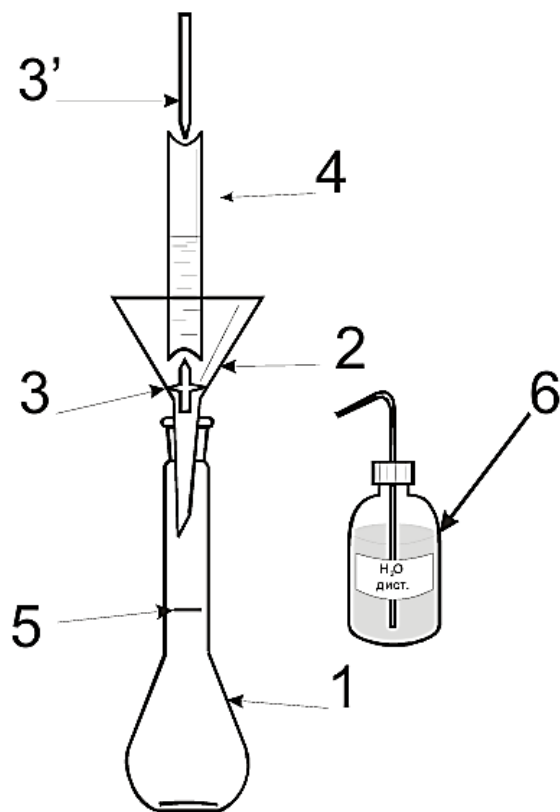


Рис. 6. Приготування розчину із фіксаналу (1 – мірна колба, 2 – хімічна лійка, 3, 3' – бойки, 4 – ампула із фіксаналом, 5 – мітка, 6 – промивалка із дистильованою водою)



## Приготування розчину із заданою масовою часткою розчиненої речовини

### із наважки твердої речовини<sup>1\*</sup>

Роботу слід виконувати в такій послідовності:

1. Отримати у лаборанта завдання для приготування розчину солі певної концентрації .
2. Розрахувати необхідні кількості твердої речовини і води.
3. Зважити з точністю до 0,01 г наважку солі.



Рис. 7. Вага електронна лабораторна Axis

4. Відміряти за допомогою мірного циліндра потрібний об'єм води.
5. У приготовлену склянку через лійку обережно перенести наважку солі і обмити лійку невеликою кількістю дистильованої води, відміряної для розчинення.
6. Суміш перемішувати до повного розчинення солі, поступово додаючи воду, яка залишилася (перелити в стакан по скляній паличці).
7. Перелити у циліндр об'ємом **50 – 60** мл.
8. Отримати у лаборанта ареометр і виміряти густину приготованого розчину. Якщо при розчиненні солі відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури, і тільки тоді проводити вимірювання густини.
9. Перевірити за довідником правильність приготованого розчину порівнянням знайденої густини з табличним значенням.
10. Розрахувати молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента (нормальність) отриманого розчину.
11. Приготований розчин здати лаборанту, переливши його в заздалегідь приготовлену склянку з етикеткою.

<sup>1</sup> \* Даний спосіб застосовується, головним чином, для приготування розчинів солей.

**Приклад завдання. Розрахувати, яку масу речовини ( $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,**

**$\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) потрібно взяти для приготування 50 г**

**5 %-ого розчину. Який об'єм води слід при цьому взяти?**

**Приготування розчину із заданою масовою часткою  
з більш концентрованого розчину<sup>2</sup>**

Виконання роботи слід вести в такій послідовності:

1. Отримати у лаборанта розчин кислоти або аміаку певної концентрації.
2. Виміряти ареометром густину вихідного концентрованого розчину заданої речовини. Для цього обережно (під тягою) налити концентрований розчин у призначений для даної речовини циліндр. Опустити в нього ареометр, стежачи за тим, щоб ареометр не торкався стінок посудини .
3. Записати покази ареометра і визначити за довідником концентрацію речовини у вихідному розчині.
4. Розрахувати об'єм розчину, який необхідно приготувати в ході даного дослідження.
5. Розрахувати об'єм води, необхідний для приготування розчину із заданою масовою часткою з більш концентрованого розчину.
6. Потрібний об'єм води відміряти мірним циліндром і перенести в хімічний стакан.
7. Відміряти мірним циліндром об'єм концентрованого розчину, влити його у воду (у випадку сульфатної кислоти виливати тонкою цівкою при помішуванні ) і ретельно перемішати розчин.
8. Охолодити розчин до кімнатної температури, перелити в сухий високий циліндр і визначити густину ареометром .
9. Злити отриманий розчин в заздалегідь приготовлену склянку з етикеткою, на якій написана назва речовини , її концентрація. Здати розчин лаборанту.

---

<sup>2</sup> Спосіб застосовується, головним чином, для приготування розчинів кислот (сульфатної, хлоридної, нітратної) або амоніаку.

10. За значенням густини отриманого розчину знайти за довідником<sup>3</sup> концентрацію отриманого розчину і перевірити, таким чином, похибку виконання досліду.
11. Обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента солі у розчині. Отримані результати представте у вигляді таблиці:

### Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з наважки твердої речовини<sup>4</sup>

Роботу слід виконувати в такій послідовності:

1. Отримати у лаборанта завдання.
2. Розрахувати масу речовини, необхідну для приготування розчину.
3. Отримати у лаборанта мірну колбу потрібного об'єму, **годинникове скло** і задану речовину.
4. Зважити речовину на **годинниковому склі на технічних вагах** з записом результатів зважування до 0,01 г.
5. У шийку мірної колби вставити лійку і обережно, намагаючись не розсипати, перенести взятую наважку на лійку. Годинникове скло сполоснути невеликою кількістю води і злити її на лійку. Цю операцію повторити кілька разів, поки на годинниковому склі не залишиться ніяких кристалів.

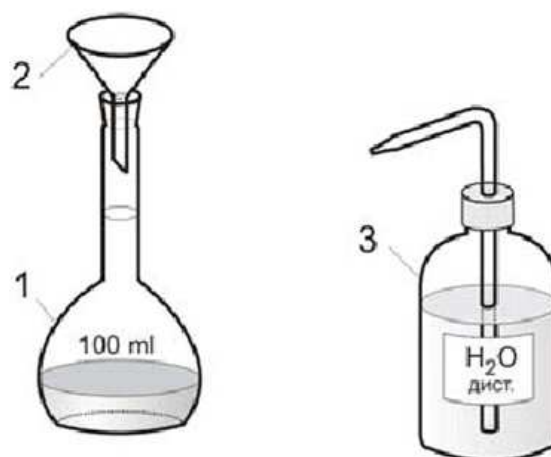


Рис. 8. Посуд для приготування розчинів речовин  
(1 – мірна колба, 2 – лійка,  
3 – пластмасова промивалка з дистильованою водою)

<sup>3</sup> Значення густин розчинів наведені в тексті.

<sup>4</sup> Даний спосіб застосовується головним чином для приготування розчинів солей.

6. Через лійку в колбу приблизно до половини її об'єму невеликими порціями налити воду. При цьому намагатися всі кристали з лійки змити в колбу.
7. Закрити колбу пробкою і струсити кілька разів до повного розчинення речовини.
8. Обережно долити в колбу води до мітки. Останні порції води слід додавати по краплях із піпетки. Нижній меніск води повинен дотикатися до мітки.
9. Щільно закрити колбу корком і перемішати розчин, кілька разів повернувши колбу догори дном.
10. Отримати у лаборанта ареометр і виміряти густину приготовленого розчину. Якщо при розчиненні солі відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури, і тільки тоді робити вимірювання густини.
11. Розрахувати масову частку солі в отриманому розчині.
12. Злити приготовлений розчин у товстостінну склянку, вказати речовину і її концентрацію, здати розчин лаборанту.

*Приклад: Розрахуйте, скільки грамів речовини ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,*

*$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,*

*$\text{NaOH}$ ) потрібно взяти для приготування 100 мл 0,1 н розчину.*

### **Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину<sup>5</sup>**

Для приготування розбавлених розчинів кислот з концентрованих використовують мірні колби з кільцевою міткою (рис. 8). Для приготування 0,1 н. розбавлених кислот рекомендується брати ~ 10% розчини кислот, а для приготування 0,4 н. розчинів - ~ 20% розчини. Концентрацію кислоти розраховують з її густини. Густина визначають

---

<sup>5</sup> Спосіб застосовується, головним чином, для приготування розчинів кислот (сульфатної, хлоридної, нітратної) або амоніаку в тому випадку, коли не потрібно особливої точності або коли концентрація буде пізніше визначена більш точно методом титрування.

ареометром (денсиметром). Потім концентровані розчини кислот наливають у бюретки.

Для приготування розбавленого розчину кислоти візьміть відповідну за об'ємом мірну колбу 1 і заповніть приблизно наполовину дистильованою водою, потім через лійку 2 внесіть з бюретки або з піпетки з поділками розраховану кількість кислоти. Залишки кислоти з лійки 2 ретельно змийте в колбу за допомогою промивалки 3 (рис. 8).

Вміст колби ретельно перемішайте круговими рухами до повного змішання рідин. Після вирівнювання температури розчину з кімнатної, долийте воду до мітки. колбу закрийте пробкою і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше десяти разів), ретельно перемішайте розчин.

Виконання роботи слід вести за таким планом:

1. Отримати у лаборанта розчин кислоти або амоніаку певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента.
2. Виміряти ареометром густину вихідного концентрованого розчину заданої речовини. Для цього обережно (під витяжкою) налити концентрований розчин в призначений для даної речовини циліндр. Опустити в нього ареометр, стежачи за тим, щоб ареометр не торкався стінок посудини .
3. Записати покази ареометра і знайти по довіднику масову частку речовини у відсотках.
4. Розрахувати об'єм даного концентрованого розчину, необхідного для приготування заданої кількості розчину.
5. Відміряти мірним циліндром розрахований обсяг концентрованого розчину.
6. Налити в заздалегідь приготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний мірним циліндром.
7. Змити водою з лійки речовину, збовтати розчин і охолодити його до кімнатної температури.
8. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою до мітки, закрити пробкою і добре перемішати.
9. Вилити отриманий розчин в сухий високий циліндр, визначити ареометром густину і потім вилити в приготовану склянку, здати лаборанту .
10. Знайти масову частку кислоти в отриманому розчині і порівняти її зі значенням з довідника.

### **Визначення точної концентрації розчину методом кислотно-основного титрування**

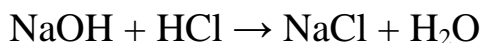
На практиці для визначення еквівалентної концентрації речовин використовують метод **титрування** (від франц. «titre» – кількість). Він полягає в тому, що до певного об'єму розчину з невідомою молярною концентрацією еквівалента речовини X поступово додають розчин з відомою концентрацією речовини Y до моменту закінчення реакції, якому відповідає зміна забарвлення індикатора. Визначивши таким чином точний об'єм доданого розчину речовини Y, розраховують молярну концентрацію еквівалента речовини X у вихідному розчині.

При визначенні концентрацій кислот і основ використовують **метод кислотно-основного титрування**, який базується на реакції нейтралізації:



При прямому титруванні до розчину аналізованої речовини невідомої концентрації (проби) додають невеликими порціями розчин титранту до досягнення точки еквівалентності, яка свідчить про припинення реакції, наприклад по зміні забарвлення індикатора.

При нейтралізації сильної основи сильною кислотою, наприклад з реакції



утворена сіль NaCl не підлягає під гідролізу, і в точці еквівалентності розчин має нейтральну реакцію  $\text{pH} = 7$ .

Момент настання точки еквівалентності можна визначити, фіксуючи зміну забарвлення індикатора. Індикатори змінюють забарвлення при зміні концентрації іонів  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$  в розчині не стрибкоподібно, а в деякому інтервалі значень  $\text{pH}$ , що становить приблизно дві одиниці. Індикатори крім інтервалу переходу забарвлення характеризуються показником титрування  $\text{pT}$ , який визначає  $\text{pH}$ , при якому спостерігається найбільш різка зміна забарвлення. У табл. 1 наведені найбільш поширені індикатори, які використовуються в кислотно-основному титруванні.

### Кислотно основні індикатори

Індикатор	Забарвлення в кислому середовищі	Забарвлення в лужному середовищі	Область переходу $\text{pH}$	$\text{pT}$
Фенолфталеїн	безбарвний	малиновий	8,0 – 10,0	9,0
Лакмус	червоний	синій	5,0 – 8,0	7,0
Метилоранж	рожевий	жовтий	3,1 – 4,4	4,0

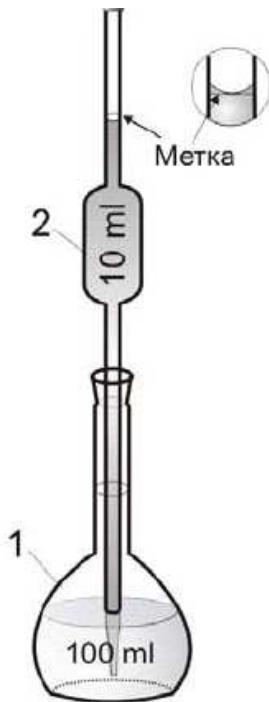


Рис. 9. Відбір проби розчину мірною піпеткою (1 – мірна колба, 2 – піпетка Мора)

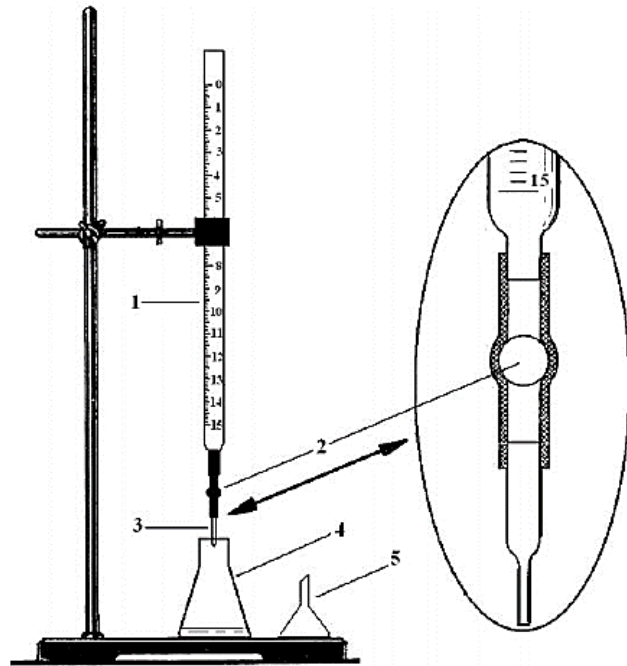


Рис.10. Прилад для титрування^  
1 – бюретка; 2 – гумова трубка зі скляною кулькою; 3 – скляний капіляр; 4 – колба для титрування; 5 – хімічна лійка.

**Титрування.** Ретельно вимиту піпетку на 10 мл споліскують аналізованим розчином. Потім відбирають піпеткою (рис. 9) 10 мл розчину лугу (кислоти), вливають її в конічну колбу для титрування і додають 2-3 краплі розчину метилоранжа (фенолфталеїну). Таким способом підготувати три конічні колби із досліджуваним розчином (по 10 мл).

#### Підготовка бюретки до титрування.

**а)** Зберіть установку для титрування (рис.10). Бюретку закріпіть строго вертикально над основою штативу. При цьому шкала бюретки повинна бути обернена до вас. Висоту бюретки відрегулюйте так, щоб її капіляр був на 0,5 – 1,0 см нижче горла колби для титрування, яка стоїть на основі штативу.

**б)** Заповніть бюретку приготованим розчином кислоти приблизно до нульової поділки, обережно доливаючи в неї розчин із мірної колби через лійку. При цьому лійку треба тримати ледь припіднятою, щоб витіснене розчином повітря вільно виходило з бюретки.

**в)** Промийте бюретку. Для цього злийте з неї розчин кислоти через капіляр у стакан. Промиту бюретку знову заповніть розчином кислоти приблизно до нульової поділки і випустіть з капіляра бюретки бульбашки

повітря. Для цього капіляр підніміть вгору і зливайте розчин із бюретки в стакан до того часу, поки він не витисне з капіляра всі бульбашки повітря (малюнок 4).

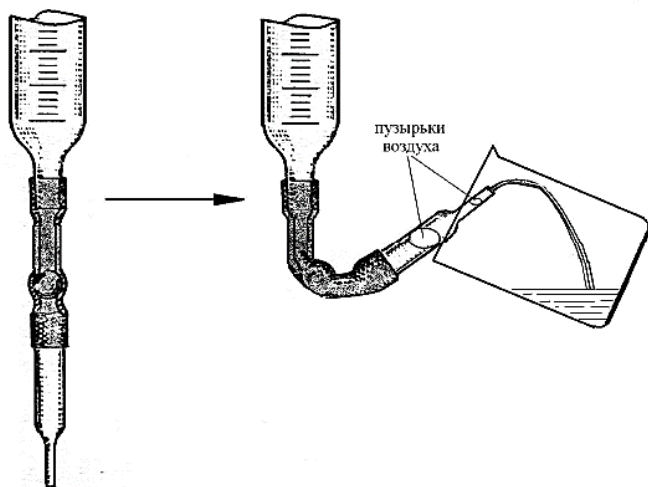


Рис.11. Витиснення бульбашок повітря з капіляра бюретки.

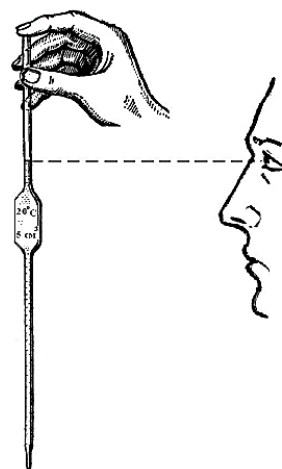


Рис.12. Відмірювання певного об'єму розчину піпеткою

г) Встановіть рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Для цього долейте в бюретку з мірної колби стільки розчину, щоб його рівень був вище відмітки «0» приблизно на 1 см. Потім, *збравши з бюретки лійку (!!!)*, обережно, по краплях (!!!) зливайте розчин у стакан, поки нижній меніск рідини в бюретці не співпаде з поділкою «0».

### **Титрування.**

а) В колбу для титрування відміряйте за допомогою піпетки точно визначений об'єм (аліквоту) розчину лугу ( $5$  або  $10 \text{ см}^3$ ) з відомою еквівалентною концентрацією ( $0,1 \text{ моль/дм}^3$ ). Для цього, тримаючи піпетку великим і середнім пальцями, опустіть її на максимальну глибину в розчин лугу. Обережно затягуючи повітря з піпетки гумовою грушею, наберіть в піпетку стільки розчину, щоб його рівень опинився вище мітки на  $1 - 1,5$  см. Потім швидко, не витягуючи піпетку з розчину, закрийте її вказівним пальцем. Колбу з розчином і піпеткою підніміть до такої висоти, щоб мітка опинилася на рівні ваших очей (рис.12).

б) Тримаючи закритою піпетку строго вертикально, припідніміть її так, щоб капіляр опинився над поверхнею розчину та доторкався до внутрішньої стінки колби. Обережно зсуваючи палець, який закриває піпетку, зливайте з неї розчин до того часу, поки його нижній меніск не співпаде з круговою міткою (або нульовою поділкою).

в) Піпетку з розчином перенесіть в колбу для титрування так, щоб капіляр піпетки доторкався її стінки та відпустіть палець, який закриває піпетку, при цьому розчин із піпетки переллється в колбу. Після цього



доторкніться 2 – 3 рази капіляром до поверхні розчину в колбі. Це необхідно для того, щоб об'єм розчину, який витік із піпетки, точно відповідав відміряному об'єму.

Спочатку проводять орієнтовний дослід. Для цього ставлять колбу з розчином на аркуш білого паперу і розташовують її під бюреткою так, щоб «носик» бюретки був занурений в колбу приблизно на 1 см.

Провести титрування розчину кислоти (лугу), додаючи луг (кислоту) по краплях і безперервно перемішуючи розчин. Для цього колбу потрібно тримати пальцями однієї руки, а клапан – намистинку відкривати іншою рукою (рис.13).

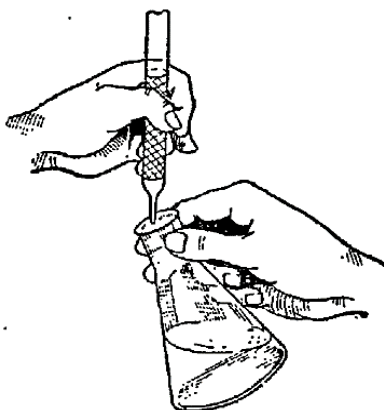


Рис.13. Розташування рук під час титрування

Кінець реакції визначають по зміні забарвлення індикатора. При наступних точних титруваннях спочатку додають з бюретки в колбу всю необхідну кількість мілілітрів розчину кислоти (лугу), за винятком останнього мілілітра, який потім додають по краплях. Додавати кислоту (луг) слід до тих пір, поки від додавання однієї краплі не відбудеться зміна забарвлення (перехідний колір від жовтого до рожевого). Об'єм розчину, витрачений на нейтралізацію, відраховують по нижньому меніску з точністю до 0,02 мл.

Повторіть титрування 3 – 4 рази, кожний раз використовуючи нову суху колбу і встановлюючи рівень розчину в бюретці на нульовій поділці. Запишіть одержані значення об'ємів розчину кислоти:

$$V_2 = \dots \text{ см}^3; V_3 = \dots \text{ см}^3; V_4 = \dots \text{ см}^3.$$

Пам'ятайте, що вони можуть відрізнятись не більше ніж на 0,1 см<sup>3</sup>.

Визначають нормальність розчину лугу (кислоти ) із співвідношення:

$$C_E(\text{кислоти}) \cdot V(\text{кислоти}) = C_E(\text{лугу}) \cdot V(\text{лугу}),$$

**Приклад.** На титрування розчину гідроксиду калію об'ємом 10,0 см<sup>3</sup> використано розчин об'ємом 12,8 см<sup>3</sup> з еквівалентною концентрацією сульфатної кислоти, рівною 0,125 моль/дм<sup>3</sup>. Визначити еквівалентну концентрацію лугу у вихідному розчині.

Розв'язок:

Із рівняння  $V_{(к-ти)} * C_{н(к-ти)} = V_{(осн)} * C_{н(осн)}$  виразимо невідому концентрацію і знайдемо її значення:

$$C_{н(осн)} = \frac{V(к - ти) * C_{н(к - ти)}}{V(осн)} = 0,1600 \text{ моль/ дм}^3.$$

### **Застосування кислотно-основного титрування**

Кислотно-основне титрування дозволяє вирішувати багато завдань, які виникають при клінічному аналізі біологічних рідин як при постановці діагнозу, так і при лікуванні хворих. Визначення кислотності шлункового соку, буферної ємності крові, спинномозкової рідини - приклади використання кислотно-основного титрування в повсякденній практиці.

За допомогою цього методу можна аналізувати лікарські речовини, встановлювати доброякісність продуктів харчування (наприклад, молока). Велике значення має розглянутий метод і при санітарно-гігієнічній оцінці об'єктів навколишнього середовища. Промислові стоки можуть містити або кислоти, або лужні продукти. Закислення або защелачивание природних водоем і ґрунту призводить часом до незворотних наслідків, у зв'язку з чим контроль кислотно-основного балансу вельми важливий.

## ПОРЯДОК ВИКОНАННЯ РОБОТИ

### Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою розчиненої речовини із наважки твердої речовини

*Приклад завдання: Приготувати 200 г 20 %-ого розчину NaOH із наважки твердої речовини.*

#### Хід досліду:

1. Розрахувати необхідні кількості твердої речовини і води.
2. Зважити на електронній вазі з точністю до 0,01 г наважку солі.
3. За допомогою мірного циліндра виміряти потрібний об'єм дистильованої води.
4. У приготовлений хімічний стакан обережно перенести наважку речовини та долити відміряний об'єм води (перелити в стакан по скляній паличці).
5. Суміш перемішувати до повного розчинення речовини.
6. Перелити у циліндр необхідного об'єму. За допомогою ареометра виміряйте густину розчину. Якщо при розчиненні речовини відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури, і тільки тоді проводити вимірювання густини.
7. Перевірити за довідником правильність приготованого розчину порівнянням знайденої густини з табличним значенням.
8. Розрахувати молярну концентрацію ( $C_M$ ) і молярну концентрацію еквівалента (нормальність) ( $C_E$ ) отриманого розчину.
9. Дані занесіть у таблицю.

Заданий розчин				Отриманий розчин		$C_M$ , Г/МОЛЬ	$C_E$ , Г/МОЛЬ	Відносна похибка $\Delta =$	
$m(\text{NaOH})$ , г	$V(\text{H}_2\text{O})$ , мл	$w_{\text{теор}}$ , %	$\rho_{\text{теор}}$ , г/см <sup>3</sup>	$\rho_{\text{експ}}$ , г/см <sup>3</sup>	$w_{\text{експ}}$ , %				

### Дослід 2. Приготування розчину із заданою молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини із більш концентрованого розчину.

*Приклад завдання: Приготувати 50 мл 0,1 н розчину NaOH із приготовленого у попередньому досліді 20 %-ого розчину.*

### Хід досліду:

1. Розрахувати масу речовин, необхідну для приготування 50 мл 0,1 н розчину.
2. Порахувати, яка маса 20 %-ого розчину відповідає необхідній масі речовини. Враховуючи експериментально виміряну густину 20 %-ого розчину, вирахувати об'єм 20 %-ого розчину, необхідний для приготування 0,1 н розчину.
3. Отримати у лаборанта мірну колбу об'ємом 50 мл.
4. За допомогою піпетки чи мірного циліндра відміряти розрахований об'єм концентрованого розчину.
5. Налити в заздалегідь приготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку концентрований розчин, відміряний мірним циліндром.
6. Змити водою з лійки речовину, закрити колбу корком і ретельно перемішайте круговими рухами вміст колби до повного змішання рідин.
7. Після вирівнювання температури розчину з кімнатною, обережно долийте в колбу воду до мітки. Останні порції води слід додавати по краплях із піпетки. Нижній меніск води повинен дотикатися до мітки.
8. Щільно закрити колбу корком і перемішати розчин, кілька разів повернувши колбу догори дном (не менше 10 разів).
9. Розчин зберегти для проведення титрування з метою встановлення його точної концентрації.

**Приклад завдання (самостійно порахувати!):** приготувати 0,1 н розчин HCl із 100 мл 4 н розчину HCl.

### Дослід 3. Титрування розчину.

*Приклад завдання: Перевірити концентрацію розчину лугу титриметичним методом (титрувати 0,1 н розчином HCl, індикатор – метиловий оранжевий).*

### Хід досліду:

1. В мірну бюретку, закріплену в штативі, налити розчин кислоти із молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л (0,1 н). Цей розчин називається робочим розчином.
2. В три конічні колби набрати за допомогою мірної піпетки по 10 мл розчину NaOH, приготовленого в попередньому досліді, додати в кожен колбу по 1 краплі індикатора метилоранжа.

- З бюретки повільно (по краплях) додавати розчин кислоти до розчину лугу до зміни забарвлення індикатора. По закінченню титрування записати об'єм кислоти, яка пішла на титрування (з точністю до десятих часток мл).
- Дослід повторити ще двічі, кожного разу попередньо доливаючи кислоти в бюретку до нульової поділки.
- Розрахувати середній об'єм кислоти яка пішла на титрування, та молярну концентрацію еквівалента лугу.
- Зіставити концентрацію приготовленого розчину, знайдену методом титрування, із заданим значенням. Дані занести у таблицю. Розрахувати похибку, допущену під час приготування розчину.

№ досліду	V (NaOH), мл	V (HCl), мл	$C_E$ (NaOH), моль/л
1	10		
2	10		
3	10		
Середнє значення $C_E$ (NaOH), моль/л:			
Відносна похибка $\Delta =$			

### ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗУВАННЯ:

- Скільки грамів боратної кислоти та води потрібно для приготування 250 г розчину з масовою часткою боратної кислоти 3 %? (Відповідь: 7,5 г кислоти, 242,5 г води).
- Яка маса безводного натрій нітрату потрібна для приготування 200 мл 15 %-ого розчину густиною 1,16 г/мл ? (Відповідь: 34,8 г).
- Скільки грамів натрій хлориду потрібно для приготування 1 л розчину з молярною концентрацією 2 моль/л? (Відповідь: 117 г).
- Скільки розчину солі з масовою часткою 18 % необхідно додати до 46 г води, щоб утворився 15 % розчин? (Відповідь: 230 г).
- Яка маса безводного магній сульфату потрібна для приготування 0,8 л 0,5М розчину  $MgSO_4$ ? (Відповідь: 48 г).
- Яка маса безводного калій карбонату необхідна для приготування 0,4 л 0,15 н розчину? (Відповідь: 4,14 г).

7. Яка маса  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  потрібна для приготування 0,6 л 0,1 н розчину алюміній сульфату? (Відповідь: 6,66 г).
8. Який об'єм 96 %-ого розчину сульфатної кислоти густиною 1,84 г/мл потрібен для приготування 2 л 0,5 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? (Відповідь: 55,5 мл).
9. Який об'єм 5М розчину натрій карбонату потрібен для приготування 500 мл 2н розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? (Відповідь: 100 мл).
10. Знайти молярну концентрацію еквівалента розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 10 % та густиною 1,22 г/мл. (Відповідь: 2,38 моль/л).
11. У якому об'ємі води (густина води = 1 г / мл) слід розчинити 50 г солі для отримання 10% розчину?
12. Змішали 200 г 20% (мас.) розчину фосфатної кислоти і 400 г 50% (мас.) розчину тієї ж кислоти. Яка масова частка кислоти в отриманому розчині?
13. Яку масу розчину з масовою часткою карбонату натрію 40% треба додати до води об'ємом 40 мл для одержання розчину з масовою часткою солі 6%?
14. Який об'єм розчину з масовою часткою  $\text{CuSO}_4$ , рівною 1% ( $\rho = 1,02$  г/мл), буде потрібно для розчинення 100 г мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , якщо треба отримати розчин, в якому масова частка  $\text{CuSO}_4$  становила б 10%?
15. Для приготування 5%-ного розчину  $\text{MgSO}_4$  взято 400 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Знайдіть масу отриманого розчину.
16. До 100 мл 10%-ого розчину хлориду калію ( $\rho = 1,063$  г/мл) додали 100 мл води. Обчисліть масову частку речовини в отриманому розчині.
17. Скільки мл 0,5 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можна приготувати з 15 мл 2,5 М розчину?
18. Який об'єм 0,1 М розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$  можна приготувати з 75 мл 0,75 н розчину?
19. Густина 40%-ого розчину  $\text{HNO}_3$  дорівнює 1,25 г/мл. Розрахуйте молярність і нормальність цього розчину.
20. Який об'єм 10%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,07$  г/мл) буде потрібно для нейтралізації розчину, що містить 16,0 г  $\text{NaOH}$ ?



## ВИКОРИСТАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

1. Степин Б.Д. Техника лабораторного експеримента в химии: Учеб. Пособие для вузов. – М.: Химия, 1999. – 600 с.
2. Химия: Учебник / А.А.Гуров, Ф.З.Бадаев, Л.П.Овчаренко, В.Н.Шаповал. – М.: Изд-во МГТУ им.Н.Э.Баумана, 2004. – 784 с.
3. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии: Учеб.пособие для вузов. – Л.: Химия, 1986. – 286 с.
4. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. - М.: Высшая школа, 1986. - 239 с.
5. Практикум по неорганической химии. /Под ред. В.И. Спицина. – М.: Изд-во Моск. ун-та, 1984. – 288с.
6. Практикум по общей и неорганической химии. /Под ред. Н.Н.Павлова, С.В. Петрова. – М.: Высшая школа, 1986. – 296 с.



Навчальне видання

*Татарчук Тетяна Романівна*

---

**ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ІЗ ЗАДАНОЮ  
КОНЦЕНТРАЦІЄЮ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ.  
ТИТРИМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ**

**(методичні вказівки та інструкція  
до лабораторної роботи із дисципліни  
«Неорганічна хімія»)**

---

Підп. до друку 26.11.2013 р.  
Формат 60x84/16. Папір офсетний. Друк цифровий.  
Гарнітура «Times New Roman».  
Ум. друк. арк. 1,83. Тираж 50 пр. Зам. № 161.

Друк: підприємець Голіней О.М.  
м. Івано-Франківськ, вул. Галицька, 128  
тел. (0342) 58 04 32, +38 050 540 30 64

